

# BRAGANTIA

*Boletim Técnico da Divisão de Experimentação e Pesquisas*  
INSTITUTO AGRONÔMICO

Vol. 3

Campinas, Julho de 1943

N.º 7

## Sumário

Notas sôbre uma nova espécie de *Sporormia*

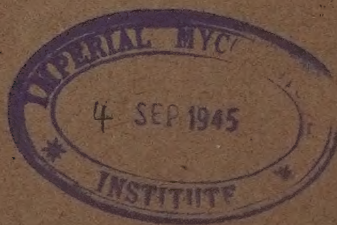
*A. P. Viêgas*

Considerações sôbre a lei de Dalton  
referente às misturas gasosas

*Armando Foá*

Identificação colorimétrica em citrus

*Oswaldo Bacchi*



Secretaria da Agricultura, Indústria e Comércio do Est. de S. Paulo  
Departamento da Produção Vegetal

CAIXA POSTAL, 28 — CAMPINAS

Estado de São Paulo — Brasil

# DEPARTAMENTO DA PRODUÇÃO VEGETAL

SUPERINTENDENTE: — Teodureto de Camargo

## DIVISÃO DE EXPERIMENTAÇÃO E PESQUISAS

Instituto Agrônômico

DIRETOR: — F. Febeliano da Costa Filho

### SUBDIVISÕES

#### SUBDIVISÃO DE GENÉTICA: — C. A. Krug.

Secção de Genética: — C. A. Krug, Constantino Fraga Júnior, Luiz Aristeu Nucci, Osvaldo da Silveira Neves, Alvaro Santos Costa, Luiz O. T. Mendes, Mário Vieira de Moraes, Luiz Paolieri, Reinaldo Forster, Emílio B. Germek, Célio Novais Antunes, Cândida Helena Teixeira Mendes.

Secção de Citologia: — A. J. Teixeira Mendes, Osvaldo Bacchi, Francisco Juliano Filho.

Secção de Introdução de Plantas Cultivadas: — Alcides Carvalho.

#### SUBDIVISÃO DE HORTICULTURA: — Sílvio Moreira.

Secção de Citricultura e Frutas Tropicais: — Sílvio Moreira, Otávio Galli, Otávio Bacchi, João Ferreira da Cunha, Carlos Roessing.

Secção de Olericultura e Floricultura: — Felisberto C. Camargo (chefe efetivo), Olímpio Toledo Prado (chefe substituto), H. P. Krug, Leocádio Sousa Camargo.

Secção de Viticultura e Frutas de Clima Temperado: — J. Santos Neto, Orlando Rigitano.

#### SUBDIVISÃO DE PLANTAS TEXTÉIS: — Ismar Ramos.

Secção de Algodão: — Ismar Ramos, Rui Miller Paiva, Valter Schmidt, Mário Decourt Homem de Melo, Valter Lazzarini, Edmur Seixas Martinelli.

Secção de Plantas Fibrosas: — J. M. de Aguirre Júnior, Clovis de Moraes Piza

#### SUBDIVISÃO DE ENGENHARIA RURAL: — André Tosello.

Secção de Mecânica Agrícola: — André Tosello, Armando Foá, Fábio de Paula Machado, Lauro Ruppe.

Secção de Irrigação, Drenagem e Defesa Contra a Inundação: — Luiz Cerne, Nelson Fernandes, Rino Tosello, João B. Sigaud, Hernani Godói.

Secção de Conservação do Solo: — Q. de Avelar Marques Nogueira.

#### SUBDIVISÃO DE ESTAÇÕES EXPERIMENTAIS: — Paulo Cuba.

---

### BRAGANTIA

Assinatura anual, Cr. \$ 50,00 — Número avulso, do mês, Cr. \$ 6,00.

Para agrônomos 50% de abatimento.

Toda correspondência deve ser dirigida à Redação de BRAGANTIA - Caixa Postal, 29 CAMPINAS - Est. de São Paulo - BRASIL.



# BRAGANTIA

Boletim Técnico da Divisão de Experimentação e Pesquisas  
INSTITUTO AGRÔNOMICO

Vol. 3

Campinas, Julho de 1943

N.º 7

## NOTAS SÔBRE UMA NOVA ESPÉCIE DE SPORORMIA

A. P. Viégas

Já há mais de ano, isolamos, de escamas provenientes de lesões da face de um estudante, um fungo, cuja morfologia nos implicou deveras, e que de início julgamos parasítico ao homem.

Com as culturas obtidas, o dr. José Faria Lopes, da Faculdade de Medicina de Belo-Horizonte, executou experiências de inoculação em cobaias.

Nenhuma das cobaias inoculadas mostrou sintomas de moléstia, quer quando inoculadas por meio de escarificação, quer por injeção da pele, empregando suspensão aquosa de fragmentos de micélio do organismo.

A-pesar-de saprofítico, nem por isso o fungo deixa de ser interessante. Ademais, julgamo-lo novo e, como tal, o descrevemos, incluindo no gênero *Sporormia*, da família *Sordariaceae* (3).

### *SPORORMIA ARTICULATA* N. SP.

Isolado de lesões circulares, úmidas, planas, avermelhadas, de cor mais carregada nos bordos (fig. 1,a), escamando abundantemente, supurando em algumas áreas pequenas mais profundas., e de crescimento rápido, radial.

Micélio nas escamas, septado, não muito nítido, desprovido de cnídias, apanhando com dificuldade os corantes.

No caso por nós constatado, as lesões se iniciaram na base do couro cabeludo, acima da orelha esquerda (fig. 1,b), desaparecendo, daí, com o tratamento por pomada de enxofre. Reapareceram, porém, à altura da suíça, depois, quase no ângulo do maxilar, e, finalmente, na bochecha do mesmo lado.

Plantios foram feitos, em agar de batatinha e dextrose, a partir de escamas retiradas o mais cuidadosamente possível da tinha da bochecha. Isto em 8 de junho de 1942. A 9 do mesmo mês, foram colhidos pêlos de barba da mesma lesão, para exame microscópico e novas culturas. O exame, bem como os plantios feitos com este novo material quedaron negativos.

Dos 24 plantios feitos em tubos com as escamas passadas em álcool a 90% e, a seguir imersas em  $\text{CaOCl}_2$ , obtivemos, após 8-10 dias, um crescimento vigoroso, que passamos a descrever :

Colônias de início planas, adpressas ao substrato, de margens mais ou menos nítidas, de aparência gelatinosa, desprovidas de micélio aéreo, não alteram a côr do meio de cultura ; repicadas para meio de batatinha, e para o de extrato de carne, crescem sem se aprofundar muito, tanto à temperatura ambiente como a  $30^\circ\text{C}$  ; em agar de batatinha mantiveram-se normais, adquirindo apenas, com o tempo, côr creme ; tornam-se asperuladas na parte central, donde correm veias pardacentas radiais ; já por essa época, à pouca profundidade, e à superfície duma como que película elástica e mais ou menos espessa, aparecem, como pontuações pardacentas, os primórdios de estromas ascígeros.

Na película, as hifas se emaranham : são septadas, lisas, de início cilíndricas, não constritas nos septos, de  $3-5\mu$  de diâmetro, de conteúdo granuloso mais ou menos homogêneo, paredes delgadas. As suas células componentes são, na maioria, uninucleadas (fig. 2,a). Com o envelhecer, as células se tornam oblongas ou globosas (fig. 2,b). Raras são binucleadas, de  $8-12\mu$  de diâmetro.

Em meio de extrato de carne, as colônias são pronunciadamente cerebriformes. As hifas são semelhantes às observadas em agar de batatinha ; os primórdios dos lóculos não são evidentes em virtude da coloração pardo-suja do crescimento.

O organismo pode ser repicado com vantagem em penas de galinha esterilizadas, onde produz estromas, que logo amadurecem.

Conídias não foram constatadas em nenhuns dos meios acima citados.

Um mês post-plantio, nas porções asperadas centrais de culturas novas em agar de batatinha, bem como nas suas margens vêm-se enovelados fúscos, de  $60-80\mu$  de diâmetro, superficiais ou imersos : os estromas ascógenos, jovens, do parasita (fig. 3,a). Parece que os estromas se originam a partir de certas células ou grupos de células de conteúdo protoplásmico mais intenso, perfeitamente constatáveis, quer nas preparações permanentes coloridas à hematoxilina, quer em culturas frescas, examinadas sob a ação de corantes usuais de laboratório. Todavia,



como não pudéssemos satisfazer nossa curiosidade de maneira completa, no tocante à mecânica, comportamento e estrutura nucleares das ditas células, deixamos de nós estender sobre o assunto. Não nos foi dado observar, nem no trama denso das culturas em estado fresco, nem nas lâminas montadas e coloridas à hematoxilina, o enovelar característico, tal como foi descrito algures (1, 2) com fartas ilustrações, para espécies dos gêneros *Gymnoascus* e *Ctenomyces*, da família *Gymnoascaceæ*.

Os estromas, no estado da figura 3,a, quando cortados transversalmente, exibem parede desprovida de apêndices, fusca, formada, logo de início, de 1-2 fiadas de células (fig. 3,b); um tecido pseudo-parenquimático de células uninucleadas, de contornos geométricos, de 8-10 $\mu$  de diâmetro na média, de paredes muito delicadas, enche a parte central dos estromas novos. Os núcleos vegetativos destas células centrais (**células nutrizes**), de 2 $\mu$  de diâmetro, não se avantajam aos das células componentes da parede estromática.

Os estromas crescem. Atingem 120-140 $\mu$  de diâmetro. Nesta fase são negros, lisos, globosos; superficiais, quando crescem em penas de galinha (fig. 4). Trazem na área de contacto com o substrato um tênue subcículo formado de hifas septadas, fuscas, cilíndricas, de 4-5 $\mu$  de diâmetro e cujas paredes entram em colapso à menor diminuição de umidade.

Em nossas preparações as hifas ascógenas parecem derivar de uma célula privilegiada binucleada, situada pouco acima da base do estroma. Pela divisão dos 2 núcleos desta célula inicial, hifas ascógenas se formam. Estas são septadas. Cada um dos seus segmentos traz 2 núcleos que irão fundir no asco. As hifas ascógenas formam um emaranhado à base do estroma, emaranhado êsse que se colore com mais intensidade pela hematoxilina. Os ascos não trazem "crozier" em sua inserção.

À maturidade, os estromas exibem grande número de células nutrizes. As contíguas à parede se comprimem radialmente, de tal modo que esta, que víamos ser formada apenas de 1-2 fiadas de células globosas, exhibe agora várias camadas de células achatadas, e a sua espessura como que permanece constante, isto é, de 16-20 $\mu$ .

Os ascos se aninham por entre as células do pseudo-parênquima central, crescendo ao longo dum eixo hipotético basal-ostiolar.

Os ascos são oblongos, octosporos (num só caso, mas êsse mesmo duvidoso, encontrámos um asco com 4 esporos, como se vê na fig. 5,a), subsêsses, de paredes delicadíssimas, imperceptíveis quase, e medem 80-90 x 18-20 $\mu$ . Quando os estromas são examinados por transparência,

vê-se que os ascos se acham imersos ou circundados pelas células nutrízes claras, formadoras do pseudo-parênquima. À medida que amadurecem, destroem certo número destas células, erguendo-se em colunas negras ao longo do eixo fictício acima apontado (fig. 5,b). Tem-se então um **lóculo**. A parede dos ascos maduros desaparece. Os ascosporos alongado-fusiformes (fig. 5,c), fuscis, depois quase negros, **quebram-se em 4-8 artículos**, pelo aparecimento de septos transversais. Em certo estado de desenvolvimento, os artículos se acham ainda contidos no interior da parede primária ascospórica; neste estado se assemelham a pequenas salsichas. Os segmentos extremos são mais afilados para as extremidades, quase troncônicos (fig. 5,d); os centrais, quadrangulares. Frequentemente se constata uma faixa sinuosa, hialina (fig. 5,e), caminhando de ponta a ponta do ascosporo. Ao serem separados mecânicamente, pela violência, os artículos exibem franjas da membrana envolvente, como rebordos hialinos (fig. 5,f). Os ascosporos, que são fusconegros à maturidade, medem  $30-80 \times 6-6,5\mu$ ; os artículos,  $8-10 \times 6-6,5\mu$ .

**Descarga de ascosporos:** — A parede dos lóculos, com o crescer e amadurecer dos ascos, dissolve-se no tôpo. Os ascosporos, agora transformados em massa de artículos, ganham o exterior pelo poro aberto, acumulando-se como um tope negro no cimo dos lóculos.

O fungo foi isolado da face de um estudante, de 26 anos de idade, branco, brasileiro, solteiro, residente em Campinas, Estado de São Paulo, 8 de junho de 1942.

Culturas tipo, sob n.º 4033, foram distribuídas ao dr. Aroeira Neves, Belo-Horizonte, Estado de Minas Gerais, e ao dr. Floriano de Almeida, da Faculdade de Medicina de São Paulo. Lâminas tipo, permanentes, arquivadas sob mesmo número junto ao Laboratório da Secção de Botânica do Instituto Agrônomo, Campinas, Estado de São Paulo.

### *SPORORMIA ARTICULATA* N. SP.

*Stromatibus globosis, atris, unilocularibus, ad maturitatem 120-140 $\mu$  diam., superficialibus, non appendiculatis, subiculo tenuissimo ad basim praeditis.*

*Ascis elongato-oblongis, 80-90  $\times$  18-20 $\mu$ , brevissime pedicellatis, octosporis, tunicam evanidam tenuissimam exhibentibus.*

*Ascosporis elongato-fusoideis, septatis, 30-80  $\times$  6-6,5 $\mu$ , ad septa profunde constrictis et in 4-8 articulos secedentibus. Articulis 8-10  $\times$  6-6,5 $\mu$ , laevibus, fuscis, medianis rectangularibus, duobus extremis subtruncatis.*

*Status conidianus deest. Hyphis initio hyalinis, cylindraceis, laevibus, ramosis, ca. 3,5 $\mu$  diam., dein fuscis, subtorulosis, ad septa alte constrictis, uninucleatis; nonnullis globosis, 8-12 $\mu$  diam., binucleatis.*

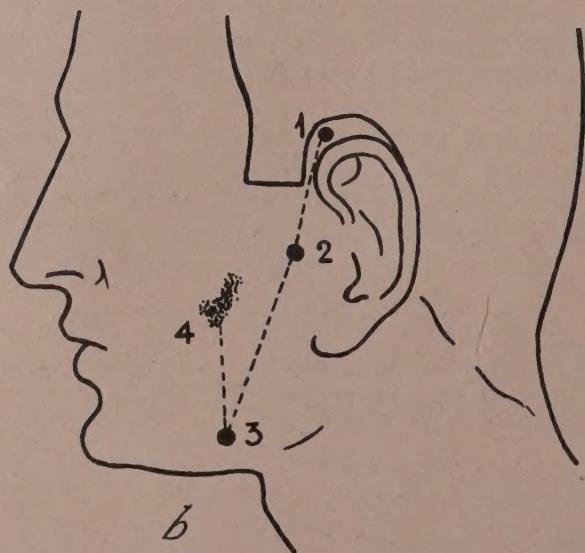


Ex tineis in genis orta, excoluit A. P. Viegas. In pennis gallinarum facile gignitur ubi geruntur stromata matura.

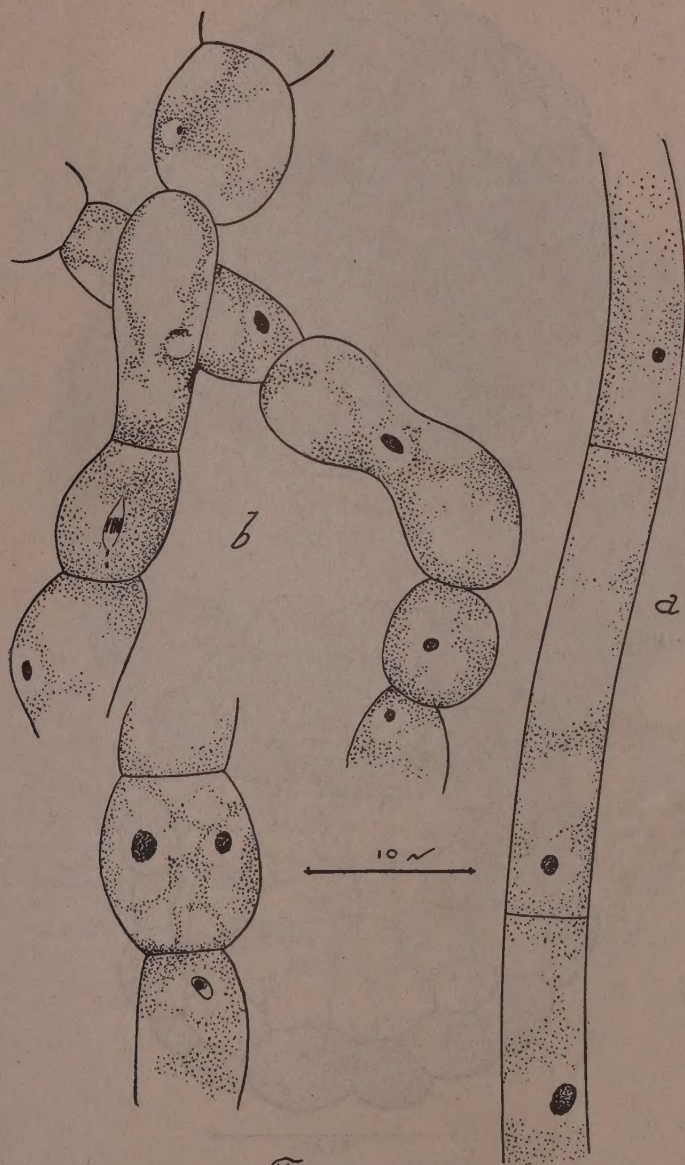
Typus sub n.º 4033 in Herb. Inst. Agron., Campinas, Prov. St. Pauli, Brasiliae, Amer. Austr., 8 Jun. 1942.

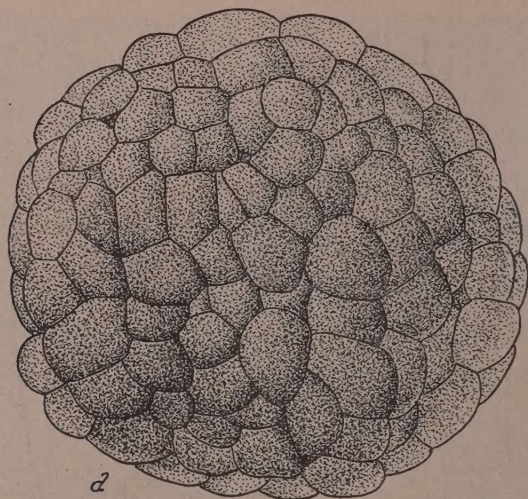
#### LITERATURA CITADA

1. **Dodge, C. W.** *Em Medical Mycology*, pág. 1-900, fig. 1-142, 1.ª edição, C. V. Mosby Co., St. Louis, U.S.A., 1935. (Ver fig. 71-74).
2. **Fischer, Ed.** *Plectascineae. Em Engler & Prantl, Die natuerlichen Pflanzenfamilien, Teil 1, Abt. 1, 1.ª edição, Leipzig, 1897.*
3. **Lindau, G.** *Sordariaceae. Em Engler & Prantl, Die natuerlichen Pflanzenfamilien, Teil Abt. 1, 1.ª edição, Leipzig, 1897.*

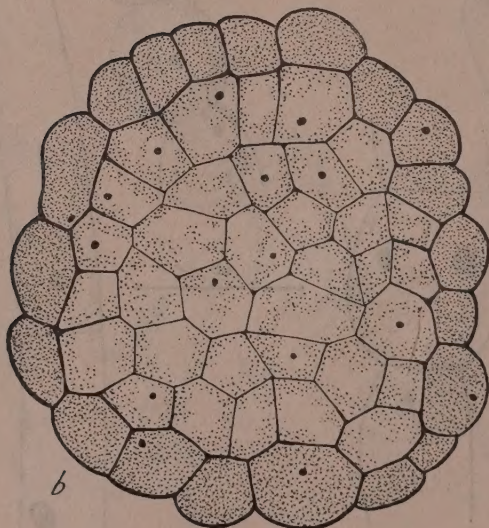
*a**b**Fig. 1*



*Fig. 2*



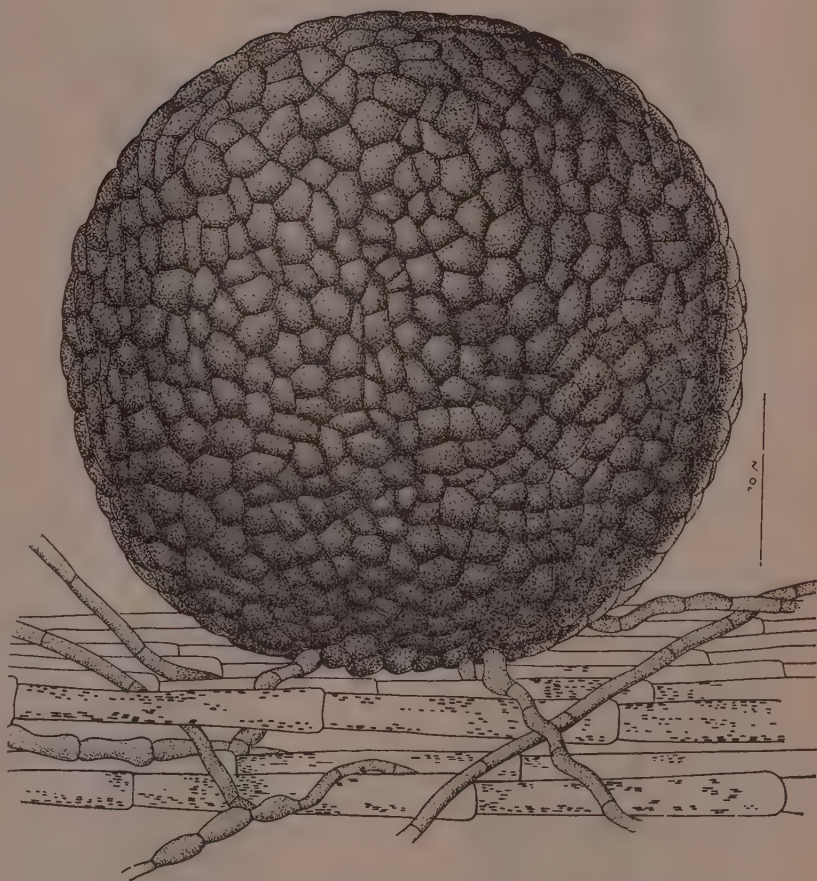
30  $\mu$

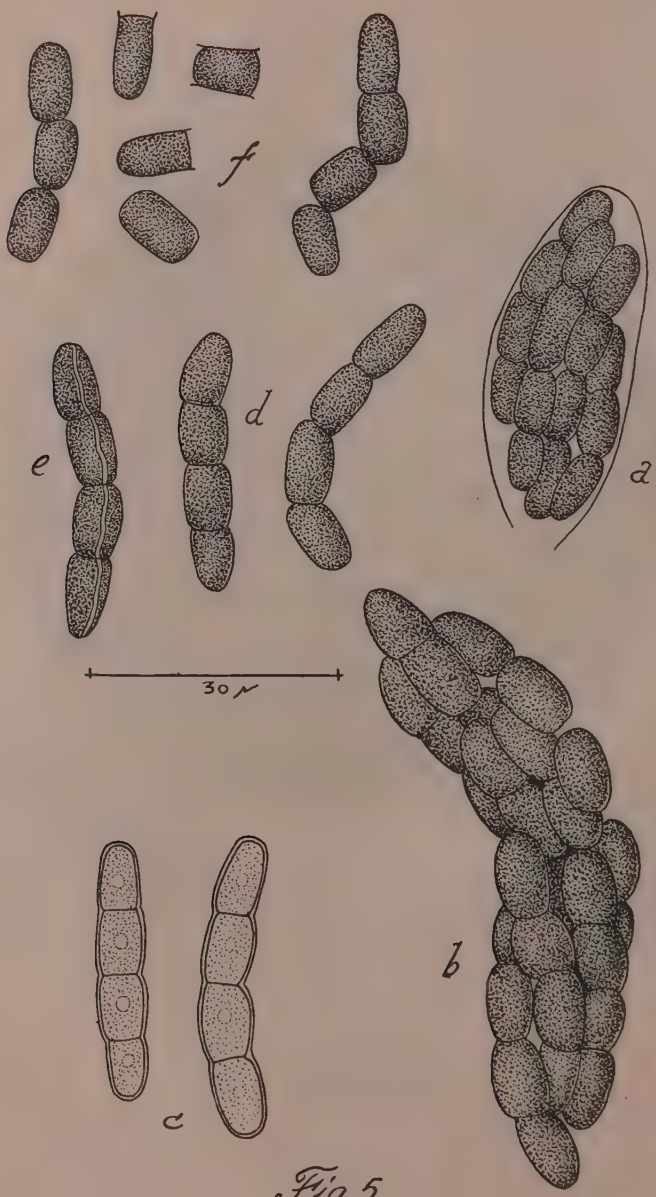


45  $\mu$

Fig. 3



*Fig 4*



*Fig. 5*



# CONSIDERAÇÕES SÔBRE A LEI DE DALTON REFERENTE ÀS MISTURAS GASOSAS

Armando Foá

Em trabalho anterior (18), admitimos que todos os gases de uma mistura em movimento numa canalização, em determinado ponto, se acham sujeitos a uma mesma pressão  $p$ . Tal hipótese precisa talvez de justificativa, pois contradiz à lei de Dalton, segundo a qual, numa mistura, cada gás se acha sujeito a uma **pressão parcial** igual à que teria se, com a mesma temperatura, ocupasse sòzinho o volume total do recipiente que a contém.

Existe realmente a contradição, mas parece-nos que provém do fato de a lei de Dalton fornecer uma explicação inexata a fenómeno físico real.

Na verdade, a teoria cinética dos gases nos diz que, numa mistura, as moléculas perdem a sua individualidade e uniformizam as suas energias cinéticas de translação, assim como as de rotação : conseqüentemente, em pouco tempo, se obtém, em todo o recipiente, uma distribuição praticamente uniforme das moléculas dos vários gases no espaço. Nestas condições, a pressão da mistura é o resultado dos choques entre as moléculas ou entre estas e as paredes do recipiente. A nosso ver, a pressão deve ser necessariamente a mesma para todos os gases, manifestando-se como pressão total da mistura e assim, por exemplo, é evidenciada por um manômetro.

Ao contrário, a lei de Dalton faz supor que as moléculas de cada um dos gases conservam sua individualidade ; ou melhor, deveriam elas possuir a capacidade de, por assim dizer, sòmente reconhecer a presença de moléculas homólogas, ao passo que não seriam capazes de perceber a presença de moléculas de natureza diversa.

Mas, a referida lei aplicada a uma mistura gasosa :  $pV = nRT$ , pode dar ensejo a duas interpretações (15) ; recordamos que  $p$ ,  $T$  e  $V$  são, respectivamente, a pressão, a temperatura e o volume total da mistura ;  $R$ , a constante dos gases perfeitos ;  $n$ , o número total de moléculas-gramas presentes e, por sua vez, igual a  $(n_1 + n_2 \dots)$ , correspondendo os números parciais às moléculas-gramas de cada um dos gases componentes da mistura.

Assim sendo, a fórmula pode ser escrita da seguinte maneira :  
$$pV = (n_1 + n_2 + \dots) RT = n_1 RT + n_2 RT + \dots = p_1 V_1 + p_2 V_2 + \dots$$

Conforme se considere no segundo membro  $V_1 = V_2 = \dots = V$ , ou  $p_1 = p_2 = \dots = p$ , tem-se :

$$p_1 + p_2 + \dots = p$$

ou então :

$$V_1 + V_2 + \dots = V$$

A primeira forma corresponde à interpretação de Dalton.

Repetimos: tal interpretação não nos satisfaz, pois achamos que contradiz aos resultados da teoria cinética. Além disso, temos de admitir que cada gás ocupa todo o volume da mistura, o que, também, é um tanto difícil de se conceber. De-fato, embora reconheçamos que a matéria é praticamente vazia, parece-nos que, no cômputo do espaço correspondente a uma determinada molécula, devemos considerar não só o espaço efetivamente ocupado pela substância material, mas também toda a esfera de ação da molécula em questão, onde outra molécula não pode entrar. Supomos que cada molécula ocupa uma posição fixa, o que pode ser aceito, do ponto de vista estatístico. Assim sendo, a presença dum gás num determinado ambiente realmente limita o espaço disponível para outro, e não parece lícito admitir que cada gás ocupa todo êle. Com isso queremos dizer que não nos parece plausível a opinião de Gibbs (\*), segundo a qual um gás constitui um vazio para outro gás.

Resta a segunda interpretação (Leduc e Amagat), segundo a qual a pressão é a mesma para todos os gases, e o volume ocupado, proporcional ao número de moléculas-gramas de cada gás; isto é, cada molécula-grama ocupará igual volume, e como cada molécula-grama contém o mesmo número de moléculas, seja qual for a natureza do gás, cada molécula ocupará o mesmo volume, conforme exprime a lei de Avogadro.

A interpretação acima formulada não é aceita por G. Bruhat. De-fato, diz Bruhat, deveríamos supor, por exemplo, que, numa mistura a 0°C, sob a pressão atmosférica, de ar e vapor de água, êste último esteja sob tal pressão, mas isto seria inadmissível.

Ao contrário, não nos parece que isto seja inadmissível; para prová-lo, comecemos por examinar como nasceu a hipótese das pressões parciais.

Considerando um vapor isolado, por exemplo vapor de água, a experiência demonstra que, para cada valor de temperatura, existe uma pressão limite, além da qual não é possível obter-se vapor, naquela temperatura (\*\*).

Repetindo-se depois a mesma experiência, mas em presença de uma atmosfera gasosa, constata-se ser agora possível obter-se vapor, com a mesma temperatura, a uma pressão superior.

Não se podendo logicamente admitir que o vapor tenha comportamento diferente nos dois casos, introduz-se então a hipótese de que,

(\*) Citado por J. Becquerel (4).

(\*\*) Com maior exatidão, a evaporação é em escala tão reduzida, que passa praticamente despercebida.



no segundo caso, o vapor esteja sujeito não à pressão total da mistura, mas só a uma parte dela (a assim chamada **tensão parcial**).

Todavia, parece-nos não haver necessidade de se recorrer a uma tal hipótese, aliás bastante estranha.

De-fato, a constatada lei da interdependência entre a temperatura do vapor e a pressão máxima na qual êle pode existir, pode também ser interpretada de modo diferente: precisamente, como lei de interdependência entre a temperatura e a máxima concentração possível de moléculas do vapor no espaço disponível (veremos daqui a pouco que, a nosso ver, é justamente esta a interpretação mais razoável); assim, na segunda experiência, o que de-fato limita a ulterior vaporização não é a tensão parcial do vapor, e sim a sua concentração molecular, a mesma variável que intervém no primeiro caso.

Passemos agora a examinar um pouco mais detalhadamente no que consiste o fenômeno da evaporação. Consideremos um líquido cujo estrato superficial superior está sujeito a duas ações opostas: de um lado, êle será empurrado pela massa líquida restante, que tende a produzir a evaporação; de outro, será empurrado pela atmosfera gasosa superior, que tende a favorecer a condensação. Conforme a preponderância de uma ou de outra das duas ações, teremos assim, como fenômeno macroscópico, evaporação ou condensação.

Aquecendo o líquido, a energia de tôdas as suas moléculas aumenta (\*) e, conseqüentemente, a tendência para a evaporação. Assim se constata que esta tendência é tanto mais acentuada quanto maior a temperatura do fluido e quanto menor a pressão da atmosfera gasosa, que supomos, por simplicidade, invariável. O fato de, para um determinado valor desta pressão, se constatar evaporação completa do líquido somente quando fôr atingido determinado valor da temperatura, faz supor correspondência unívoca entre a temperatura e a tensão parcial, ou, por exemplo, a impossibilidade de existência do vapor de água, a 0°C, sob a pressão atmosférica.

Ao contrário, a nosso ver, não existe nenhuma tensão parcial, e o vapor de água pode muito bem existir naquelas condições; o fenômeno, pensamos, se manifesta de acôrdo com as modalidades que passamos a expor.

De início, temos de reconhecer que, embora pequena, sempre há uma certa evaporação. De-fato, sendo a evaporação um fenômeno dinâmico, haverá sempre alguma molécula que consegue escapar da massa líquida restante. O mesmo se observa para o caso em que a pressão média de evaporação, isto é, a ação do líquido em baixo fôr menor do que a pressão da atmosfera superior. O fenômeno continuará até chegar à condição de equilíbrio (dinâmico), que será atingido quando a probabilidade de evaporação igualar à de recondensação. De-fato, continuando a evaporação, irá sempre aumentando a concentração das

---

(\*) É claro que, com pequenas modificações, a teoria cinética pode ser aplicada também ao estado líquido, tendo em conta a continuidade entre o estado líquido e o gasoso.

moléculas de vapor na atmosfera gasosa, sendo evidente que a probabilidade de recondensação dependerá dessa concentração.

Uma vez atingida a condição de saturação, a probabilidade de evaporação de uma molécula de líquido iguala a de condensação de uma de vapor; não é o fenômeno da evaporação que cessa, êle é simplesmente equilibrado por um fenômeno concomitante de condensação, de igual intensidade.

Agora, a probabilidade de evaporação pode, evidentemente, ser expressa pelo produto da área  $S$  da superfície de separação entre líquido e vapor por uma certa função não decrescente,  $f(T)$ , da temperatura absoluta  $T$  do fluido (\*).

Quanto à probabilidade de condensação, é simplesmente proporcional à concentração molecular do vapor na atmosfera gasosa. De fato, se  $n$  é o número total de moléculas de vapor contidas no recipiente,  $S$  a área da superfície de separação entre líquido e vapor,  $V$  o volume total,  $e$  a espessura da estratificação molecular (\*\*), devido à lei de equirrepartição, o número  $n_1$  de moléculas de vapor presentes na superfície  $S$  (tendo espessura  $e$ ) será:  $n_1 = neS/V$ . Evidentemente, a probabilidade de condensação é ainda proporcional a êste número, quer dizer, em última análise, à área  $S$  e à concentração molecular do vapor  $n/V$ . Todo o raciocínio acima é evidentemente aplicável também quando, além do vapor em exame, estiverem presentes outros gases ou vapores.

Resumindo, podemos dizer que se terá chegado à condição de saturação quando:  $Sf(T) = KSn/V$ , quer dizer, quando  $f(T) = Kn/V$ .

A fórmula à qual chegamos exprime uma relação de interdependência unívoca entre a temperatura do fluido e a máxima concentração molecular do vapor, e é esta, a nosso ver, a lei que efetivamente regula o fenômeno da evaporação.

Notamos agora que a concentração molecular é um número proporcional à **pressão que o vapor teria se ocupasse, sozinho, todo o volume do recipiente, com a mesma temperatura**. A locução de Dalton é, porisso, para os fins práticos, e na maioria dos casos, equivalente à por nós adotada; esta é a razão pela qual dissemos que a lei de Dalton, pela forma geralmente expressa, fornece uma interpretação inexata de um fato físico real.

A demonstração por nós apresentada pode parecer pouco rigorosa, por deixar aparentemente de considerar o fato, já observado por Rankine(1),

(\*) — Observamos que a forma da função  $f(T)$  deve ser tal que adquira valor  $\frac{1}{S}$  quando  $T$  igualar a temperatura crítica do fluido em exame; para temperaturas superiores, a função manterá sempre valor igual a  $\frac{1}{S}$ , isto porque, multiplicando  $\frac{1}{S}$  por  $S$  se obtém a probabilidade 1, quer dizer a certeza da evaporação.

(\*\*) — Por simplicidade, supomos que as moléculas estejam estratificadas paralelamente à superfície de separação entre líquido e vapor; é claro que tal suposição nada tira à generalidade das nossas considerações.



de que a pressão da atmosfera superior tem influência sobre o fenômeno da evaporação, que será tanto mais lento quanto maior for a pressão; além disso, a pressão não terá influência sobre a quantidade total de líquido que poderá evaporar.

Ao contrário, achamos que as nossas considerações concordam plenamente com este resultado experimental. De-fato, a igualdade por nós estabelecida entre as probabilidades de evaporação e de recondensação é válida, está claro, somente na condição de saturação, para a qual as expressões indicadas das duas probabilidades podem ser escritas. Antes de se chegar à condição de saturação, a probabilidade de recondensação pode ainda ser representada pela mesma expressão; o mesmo não se dando com a probabilidade de evaporação, na qual deveria ser acrescentado um termo dependente da pressão, exprimindo a maior ou menor resistência que uma molécula encontra para se vaporizar.

Assim é explicada a diferença essencial entre evaporação e ebulição; o primeiro é fenômeno puramente local, que também pode verificar-se sendo a pressão de evaporação (como valor médio) inferior à pressão da atmosfera gasosa; o segundo, ao contrário, é fenômeno global, pois o fornecimento de energia calorífica (quer dizer, cinética) ao líquido é muito intenso: todas as moléculas da superfície de separação são empurradas para cima, com capacidade de se difundir rapidamente na massa gasosa superior, deixando o espaço livre para a evaporação dos sucessivos estratos líquidos.

Ainda observamos que a explicação dada ao fenômeno da evaporação pode parecer um tanto sutil, devido à introdução do conceito de probabilidade de uma transformação; mas é justamente este critério que regula, essencialmente, a maioria, se não a totalidade dos fenômenos físicos (9). Por exemplo, parece-nos que a tal critério se deve a explicação do fenômeno da difusão uniforme de dois gases, entre si.

Consideremos dois recipientes, contendo dois gases diferentes, com a mesma pressão, e a mesma temperatura (os volumes serão porisso proporcionais aos números de moléculas). Postos em comunicação, por exemplo, tirando uma parede divisória comum, depois de um tempo relativamente curto, constataremos uma distribuição praticamente uniforme de cada um dos gases (e dos dois, no conjunto) em todo o recipiente.

Podemos supor a superfície de separação entre os recipientes como constituída de duas superfícies permeáveis distintas, infinitamente próximas. No começo, numa das superfícies estarão contidas apenas moléculas de um dos gases, na outra somente as do outro. Isto significa que só se verifica a probabilidade de uma molécula atravessar a superfície no sentido do recipiente em que ela está inicialmente contida, para o outro. Assim vemos que a concentração molecular de um dos gases vai continuamente aumentando num dos recipientes e diminuindo no outro, acontecendo o inverso para o outro gás. Chegará um momento em que, para cada gás, a concentração molecular será a mesma nos

dois recipientes: neste caso a probabilidade de uma molécula passar de um recipiente para o outro é equilibrada pela probabilidade de passagem no sentido contrário: a mistura conservará, assim, composição homogênea, antes alcançada.

Nossa explicação para o fenômeno de difusão dos gases concorda, substancialmente com a de E. Bloch (8), embora a forma da demonstração possa parecer diferente: de-fato a demonstração de Bloch baseia-se na variação da concentração molecular entre as sucessivas seções do recipiente em que o gás está contido. A diferença está no fato de que Bloch considera o fenômeno do ponto de vista dinâmico, ao passo que nós o consideramos como sucessão contínua de estados de equilíbrio dinâmico, esta claro. Acharmos que a nossa explicação se apresenta em forma imediatamente intuitiva e demonstrada claramente a razão da irreversibilidade do fenômeno da difusão: de-fato a difusão deve ser considerada não como um fenômeno reversível que se manifesta não obstante a igualdade de pressões mas ao contrário como um fenômeno intrinsecamente irreversível causado pela desigualdade das concentrações. Nisto parece estar conda a confutação de um célebre paradoxo de Maxwell (\*). Para chegarmos a este resultado utilizamos o mesmo critério de probabilidade, ao qual Maxwell e Boltzmann foram levados partindo do conceito da entropia considerada como proporcional ao logaritmo da probabilidade de existência de um estado físico (8).

O mesmo fenômeno da difusão dos gases demonstra claramente a inexistência da locação de Talon: de-fato se no exemplo precedente supusermos que os gases contidos nos dois recipientes sejam o mesmo, e ainda que os recipientes tenham volumes iguais deveremos chegar à conclusão de que depois da difusão o gás estará sujeito a uma pressão igual à metade da inicial, e continuando a raciocinar da mesma forma, deveremos admitir que a pressão de um gás é uma grandeza absolutamente indeterminada e, por isso, indeterminável. A nossa observação parece coincidir com aquela feita por Gibbs tratando do aumento de entropia que se verifica depois da difusão de dois gases: observação esta citada por A. K. Upadhyay (11), cujas considerações passamos a analisar. Sejam os valores iniciais da pressão  $p$  e da temperatura  $T$  iguais para os dois gases. Se  $S_1$  e  $S_2$  são as entropias dos dois gases  $n_1$  e  $n_2$  os números de moléculas de cada um deles,  $C_1$  e  $C_2$  os seus respectivos valores espec. dos moleculares sob pressão constante,  $k_1$  e  $k_2$  as correspondentes constantes da entropia pode-se escrever (\*\*):

$$S_1 = n_1 [C_1 \log T R \log p + k_1] \quad S_2 = n_2 [C_2 \log T R \log p + k_2]$$

Depois da difusão sendo  $p_1$  e  $p_2$  pressões parciais dos dois gases, menores a  $p$  ter-se-ia um aumento da entropia total considerada como

(\*) — Das condições que permitem às moléculas de um gás passar de um sentido e de no outro só no mesmo sentido, operar ou, sem despendor trabalho a separação dos dois gases.

(\*\*) — É importante por simplicidade de dimensões, que nessa fórmula assim como  $p$ , se baseiamos para a expressão de  $R$  a expressão não em unidades mecânicas, mas em unidades caloríficas.



soma das entropias parciais, o que se apresenta como paradoxal, sobretudo no caso de serem os dois gases o mesmo gás.

Agora, pareco-nos que a probabilidade de existência de cada um dos dois grupos de moléculas, considerado separadamente, não deve mudar por causa da difusão; conseqüentemente as suas entropias parciais deveriam permanecer invariadas. Este resultado seria obtido, analticamente, considerando que, depois da difusão, as duas pressões parciais sejam ainda iguais à pressão inicial comum. Com isto não queremos dizer que a entropia total do sistema não deva aumentar em conseqüência da difusão; ao contrário, isto deve acontecer, por ser o estado final mais provável do que o inicial. Este resultado pode ainda ser conseguido considerando as expressões antes indicadas das entropias parciais dos dois gases, nas quais entram as constantes  $k_1$  e  $k_2$ : de fato, pensamos, não é necessário supor que a constante  $k$  do gás misturado seja igual à média  $(n_1 k_1 + n_2 k_2) / (n_1 + n_2)$  das constantes relativas dos dois gases componentes. Ao contrário, pode-se supor que  $k$  seja maior do que este valor médio, e o aumento da constante exprimiria justamente a maior probabilidade que corresponde ao estado final.

Consideremos, de-fato, a expressão do aumento de entropia dada por J. Becquerel (4), que também trata do mesmo fenômeno, referente a uma mistura de vários gases. A expressão é a seguinte:

$$S = -R \sum n_i \log \gamma_i$$

onde  $n_i$  é o número de moléculas do gás da ordem  $i$ , e  $\gamma_i$  é a relação  $n_i/n$ , sendo  $n$  o número total de moléculas contidas na mistura (ou, por outra, no **sistema isolado** que se está considerando).

Assim sendo, a expressão pode ser transformada da seguinte forma:  $S = R \sum n_i (\log n_i - \log n) = R (\log n \sum n_i - \sum n_i \log n_i) = R (n \log n - \sum n_i \log n_i)$ .

Nesta forma fica evidente a razão do aumento de entropia. De-fato, basta supor que, na fórmula acima indicada para a entropia, a constante  $k$  seja igual a:  $\alpha + \log n$ , sendo  $\alpha$  uma verdadeira constante. Assim, o termo  $n \log n$  (que depende só do número de moléculas) está a indicar que, independentemente dos valores da pressão e da temperatura, o arranjo mais provável das moléculas é o que corresponde à sua equirrepartição.

Passando agora ao caso de uma mistura de gases, a expressão  $\sum n_i \log n_i$  exprimiria simplesmente a probabilidade de, em cada grupo de moléculas, se obter a equirrepartição; mas não exprime a probabilidade de equirrepartição entre os vários grupos de moléculas. É porisso que, ao se efetuar a soma das entropias parciais, a expressão  $\sum n_i \log n_i$  deve ser substituída pelo termo  $n \log n$ : observe-se que o resultado deste critério de soma se conserva invariado também no caso de misturas entre vários componentes, dos quais alguns sejam por sua vez já misturas de vários gases.

Para justificar a introdução do termo  $n \log n$ , devemos-nos lembrar que, originariamente empregada apenas como grandeza termodinâmica, a entropia é definida por um processo de integração, contendo porisso

uma constante de integração, que deve permanecer verdadeiramente constante enquanto ficarmos no campo de transformações puramente termodinâmicas. Uma vez, porém, que seja introduzido o conceito probabilístico da entropia, a lei segundo a qual a entropia de um sistema molado tende continuamente a aumentar adquire uma significação muito mais ampla, devendo ser aplicada a qualquer caso de transformação espontânea, ainda que não seja de caráter termodinâmico: o que demonstra que, a pesar do aspecto talvez um tanto artificial, a introdução que fizemos se justifica plenamente. De resto, é interessante notar que já H. Poincaré (\*) observava que, a rigor, se deveria admitir que a entropia de uma mistura é igual à soma das entropias parciais dos componentes, mais uma função desconhecida das proporções dos vários gases na mistura; e a nossa interpretação leva justamente a definir qual possa ser tal função. Ademais, J. Becquerel, tratando do assunto (4) assim se exprime: "Deve-se frisar que esta variação de entropia é absolutamente independente da natureza dos gases que se misturam por difusão. Poder-se-ia então ser levado a aplicar o resultado para o caso em que se põem em comunicação dois recipientes contendo o mesmo gás, à mesma temperatura e sob a mesma pressão; todavia se chegaria assim a um resultado absurdo, pois é evidente que não há mudança alguma. Estamos aqui em presença de um caso bem estranho de descontinuidade: a variação de entropia ou é nula ou igual a "certo valor"; e a contradição parece não ter sido eliminada.

A nossa hipótese elimina o absurdo, mostrando que a observação de Gibbs nada contém de paradoxal, ou seja a entropia de uma molécula não é independente do número total de moléculas, mas é, ao contrário, estritamente ligada a este, o que parece concordar perfeitamente com os resultados fundamentais da teoria cinética.

De fato, repetimos, a entropia deve ser considerada como proporcional ao logaritmo da probabilidade de existência de um estado físico; assim sendo, a presença do termo  $\log n$ , na expressão da entropia de uma molécula indica uma probabilidade intrínseca de existência da própria molécula proporcional ao número  $n$ . Este resultado apresenta-se perfeitamente lógico, pois, quanto maior for o número total de moléculas, tanto maior será o número de posições que a molécula considerada terá probabilidade de ocupar, para cada grupo estatístico. E é justamente este aumento de probabilidade intrínseca de existência, independentemente da pressão e da temperatura, que interpreta analiticamente a tendência dos gases de se difundirem um no outro e perderem a sua individualidade, o que, insistimos, constitui a essência da teoria cinética dos gases.

Ainda o mesmo critério de probabilidade expresso analiticamente como concentração molecular dos componentes de uma mistura, explica, a nosso ver, os fenômenos osmóticos.

Neste último caso, sendo as paredes divisórias semipermeáveis, o equilíbrio de concentrações pode estabelecer-se somente para um dos

(\*) — Citado por J. Becquerel (4).

componentes da mistura (o diluente); assim é que as concentrações totais ficam diferentes, e da mesma forma, as pressões dos dois lados da parede divisória. Todas as experiências sobre fenômenos osmóticos mostram simplesmente que nos dois ambientes há pressões totais diferentes, mas não que num mesmo ambiente os vários componentes estejam sujeitos a pressões diferentes. O mesmo podemos dizer com relação às experiências que originalmente permitiram o enunciado da lei de Dalton (12).

Outro fenômeno análogo aos osmóticos, que pode ser explicado com os mesmos critérios, é o da passagem de um gás (hidrogênio) através de uma parede metálica (platina aquecida ao rubro), permeável só para aquele gás, fenômeno este que se produz também quando a pressão total interna do recipiente é inferior à pressão externa (4).

Queremos observar ainda outro ponto. Dissemos antes que G. Bruhat não aceita a nossa interpretação. Ao ler-se o que ele escreve, tem-se a impressão de que a aceitaria por ser mais plausível (15). O aparente absurdo de admitir vapor de água a  $0^{\circ}\text{C}$ , sob a pressão atmosférica, parece obrigá-lo a renunciar à primeira interpretação e a adotar, malgrado seu, a segunda.

A este respeito, Bruhat justifica a sua interpretação, partindo também da nossa observação da equirrepartição das moléculas no recipiente e da perda de individualidade das mesmas: mas devemos confessar que não nos parece perfeitamente claro o seu raciocínio. O autor se exprime assim: "Deve-se então admitir que os gases se misturem ainda mais intimamente, sem que alguma partícula, por pequena que seja, conserve a sua individualidade. Cada gás ocupa todo o volume da mistura, estando sujeito a uma pressão parcial igual à pressão que teria, se ocupasse sozinho o volume  $V \dots$ ".

Parece-nos que se deva interpretar mais ou menos assim: considerando, por exemplo, um elemento de superfície de  $1 \text{ cm}^2$ , não estarão presentes moléculas de cada um dos gases, nas mesmas proporções em que se encontram na mistura completa. Assim sendo, a força que se manifesta sobre a superfície (pressão, por ser a superfície unitária) é igual à soma das forças correspondentes a cada grupo de moléculas, separadamente: isto é, a pressão total é igual à soma das pressões parciais. Repetimos: não nos parece claro que se deva interpretar assim; mas, se assim for, observamos que a pressão deve ser considerada como limite da relação entre a força exercida e a superfície sobre a qual ela se manifesta. Portanto, no caso citado, a percentagem  $x$  de moléculas de qualquer um dos gases, presentes na superfície unitária considerada, age também sobre uma percentagem  $x$  da própria superfície; isto é, a força sobre a unidade de superfície, como valor limite, fica a mesma para todos os gases, e é essa que se deve entender como pressão parcial, que fica sendo, para cada gás, igual à pressão total.



Talvez a verdadeira razão da contradição que apontamos resulte mais clara, analisando as considerações de J. Jeans (17), sobre o assunto. Este autor determina a seguinte expressão da pressão :

$$\text{pressão} = \frac{2 \times \text{energia cinética}}{3 \times \text{volume}} ;$$

"energia cinética" é a energia cinética total correspondente ao movimento de tôdas as moléculas do gás ; "volume" é o volume total do gás. Assim, "a pressão é igual aos dois terços da energia cinética por unidade de volume", e sobre esta definição não há dúvida alguma.

Sucessivamente, porém, perde-se o rigor lógico : de-fato, Jeans procede assim : "Visto que as energias cinéticas são aditivas, as pressões devem também ser aditivas. Assim, **a pressão exercida por uma mistura de gases é a soma das pressões exercidas pelos constituintes da mistura, separadamente.** Esta é a lei de Dalton."

Não nos parece que seja assim. Na expressão acima, referente à pressão, vimos que entra a "energia cinética por unidade de volume" ; mas é claro que a "unidade de volume" não deve ser considerada como a unidade de volume convencional, dependente do sistema métrico adotado, mas deve ser interpretada como a unidade de volume, verdadeira entidade física, que é o volume total dividido pelo número de moléculas ou, por outra, o volume de um cubo, tendo por centro uma molécula, e cujo lado é igual à distância média intermolecular (\*). De-fato, a pressão é sempre definida através de um processo de derivação, de forma que deve ser considerada como limite da relação (à parte o fator 2/3) entre energia cinética e volume. Agora, sendo a molécula uma entidade física indivisível, o limite da energia cinética é a energia cinética de uma molécula e, por conseguinte, o volume é o que corresponde a uma molécula. Em outras palavras, se  $n$  é o número total de moléculas contidas no volume  $V$ , podemos escrever assim :

$$\text{pressão} = \frac{2 \ n \times \text{energia cinética de uma molécula}}{3 \ n \times \text{vol. correspondente a uma molécula}} = \frac{2 \text{ energia cin. de uma mol.}}{3 \text{ vol. corr. a uma mol.}}$$

Na expressão atrás, a rigor, a energia cinética de uma molécula representa a média das energias cinéticas das várias moléculas ; mas é bom não esquecer que, na teoria cinética, a pressão é determinada aplicando o teorema da variação da quantidade de movimento ; no que está implícita uma integração, seguida de uma divisão, por um certo tempo  $dt$  ; isto é, a energia cinética de uma molécula é já uma energia cinética **média no tempo**, para aquela molécula ; e como, devido à equirrepartição, as energias cinéticas médias no tempo são iguais para tôdas as moléculas, resulta que a "energia cinética de uma molécula" representa não só a média entre as energias cinéticas das várias moléculas, mas também a energia cinética média no tempo para

(\*) — É este o volume ao qual pretendíamos referir-nos ao falar, mais acima, da "esfera de ação de uma molécula".

uma molécula. Assim, omitindo por brevidade o atributo "no tempo", resulta :

$$\text{pressão} = \frac{2 \text{ energia cinética média de uma molécula}}{3 \text{ volume correspondente a uma molécula}}$$

e nesta forma parece absolutamente claro porque é que pressão parcial e pressão total são a mesma cousa.

Ainda há mais. Na nossa opinião há uma ambiguidade sobre a significação do termo **pressão**. De um lado, a pressão é considerada como ação das moléculas gasosas sobre as paredes do recipiente ; e a expressão cinética da pressão é obtida considerando o efeito médio dos choques, contra um elemento de parede, das moléculas gasosas que vão golpeá-lo sucessivamente ; neste sentido não há inconveniente em se dizer que a pressão total é a soma das pressões parciais, com a condição de não esquecer a significação simbólica desta expressão que, de modo mais completo, deveria ser assim expressa : "a pressão sobre as paredes do recipiente é igual à soma das pressões que cada gás exerceria caso ocupasse sozinho, com a mesma temperatura, o volume total do recipiente."

Sucessivamente, porém, aplicando o princípio de ação e reação (ou melhor, de interação) a pressão adquire um perfeito significado também como estado de tensão do meio ; assim, estatisticamente, cada elemento de superfície deve exercer uma ação igual e contrária àquela a que está submetido sobre o estrato gasoso imediatamente adjacente, o qual deve transmiti-la ao sucessivo, e assim por diante. Assim chegamos a definir, em cada ponto da massa gasosa, e independentemente da presença de uma molécula gasosa naquele ponto, o valor da pressão (numéricamente igual àquela suportada pelas paredes) como limite da relação, no espaço e no tempo, entre as energias cinéticas totais das moléculas que vieram ocupar um certo elemento de volume e o volume do elemento. Isto é, a pressão não pode ser considerada como simples efeito de parede, mas deve conservar a sua significação no seio da massa gasosa, caso este em que a "pressão parcial" não tem maior significação, nem mesmo simbólica.

Antes de concluir, procuraremos analisar as opiniões de diferentes autores com relação ao problema que nos interessa.

A interpretação de Dalton é aceita sem ambiguidade por Rankine (1), J. Becquerel (4), V. W. e G. A. Young (7), G. Chaussin e G. Hilly (12), L. Lecornu (3), C. F. Taylor e E. S. Taylor (14).

A. R. Ubbelohde, embora não faça menção explícita da lei de Dalton, também aceita evidentemente a mesma explicação, conforme observamos antes, quando trata da entropia de uma mistura.

E. Bloch, por um lado, parece aceitar a nossa interpretação, quando diz que a pressão de uma mistura é igual à soma das pressões que os diferentes gases teriam, se ocupassem sozinho o volume da mistura, sendo este o enunciado que ele dá à lei de Dalton (8). Por outro lado, porém, o mesmo autor parece aceitar a interpretação de Dalton, pois atribue uma existência física real à pressão osmótica (8).

P. Dumanois (5) apresenta simplesmente a expressão analítica da lei de Dalton, escrevendo que a pressão da mistura é igual à soma das pressões parciais, sem indicar se estas últimas devem ser consideradas como pressões efetivas a que estão sujeitos os gases. Na mesma fórmula, porém, ele escreve ainda a pressão total da mistura em função das concentrações dos vários componentes, forma esta que evidencia que a pressão total depende somente do número total de moléculas presentes na unidade de volume, e que as pressões parciais intervêm somente quando se divide o número total de moléculas pelos números parciais que correspondem aos diferentes grupos moleculares.

J. Chappuis e M. Lamotte (2) dão inicialmente o enunciado de Dalton, observando, porém, logo em seguida, que o resultado das experiências de Dalton é melhor expresso pelo enunciado de Leduc e Amagat, que é o nosso, e assim se exprime: "O volume ocupado por uma mistura de gases é igual à soma dos volumes que ocupariam os componentes sob a pressão e à temperatura da mistura; isto é, cada um dos gases deve ser considerado como sujeito à pressão total." A mesma interpretação parece que os dois autores dão mais adiante, tratando do fenômeno da evaporação, embora ela não esteja explicitamente expressa (2). Posteriormente, porém, calculando o peso de uma mistura de gases e vapores, eles se baseiam nas tensões parciais, considerando-as entidades físicas reais (2).

A interpretação de Inchley (13) também não é perfeitamente clara. Parece, porém, que não atribue existência real às tensões parciais, pois o seu enunciado da lei de Dalton é o seguinte: "A pressão exercida sobre as paredes dum recipiente por uma mistura de gases que não reagem é igual à soma das pressões que seriam exercidas pelos gases, se eles estivessem presentes separadamente".

H. C. Weber (16) apresenta os dois enunciados da lei, o de Dalton e o de Amagat. Este autor observa oportunamente que os dois enunciados, equivalentes no caso de gases perfeitos, não mais o são no caso de gases reais; e que nos cálculos usuais para análise de gás é implícito aceitar a interpretação de Amagat.

M. Boll e A. Féry (6) seguem evidentemente a interpretação de Dalton. Estes dois autores, a propósito da dissolução de gases na água, exprimem o fenômeno em função das concentrações moleculares (6); mas é claro que tais concentrações são consideradas não como causa determinante do fenômeno, mas como efeito das pressões parciais.

E. Fermi (10) se exprime assim: "Uma mistura de vários gases é governada por leis muito semelhantes àquelas a que obedece um gás quimicamente homogêneo. Chamaremos **pressão parcial** de um componente duma mistura de gases a pressão que tal componente exerceria se, sozinho, enchesse o volume ocupado pela mistura, à mesma temperatura da mistura. Podemos formular agora a lei de Dalton para misturas de gases da seguinte forma:

**A pressão exercida por uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais de todos os componentes presentes na mistura...**"



Parece que nas premissas esteja bem definida a significação simbólica da expressão **pressão parcial**; por outro lado, o enunciado da lei dá lugar a ambiguidade de interpretação.

Já falamos da interpretação de J. Jeans, mas queremos observar que, em outra ocasião (17), êle dá um enunciado diferente da lei, assim: "... a pressão exercida por uma mistura de gases diferentes é igual à soma das pressões que seriam exercidas pelos constituintes separadamente, o que nos leva novamente à lei de Dalton."

Como se depreende das citações feitas, à-parte poucas exceções, nem sempre bem definidas, a interpretação mais difundida é a que corresponde ao enunciado de Dalton; e é evidente que assim deva ser, conquanto se considerem os fenômenos físicos como determinados essencialmente pelas pressões dos elementos sujeitos a transformação. Procuramos demonstrar que os mesmos fenômenos físicos podem ser igualmente bem interpretados, atribuindo valor determinante às concentrações moleculares, e, pensamos, com a vantagem de se poderem assim eliminar incongruências inevitáveis, quando se aceite a primeira interpretação.

Resumindo, todos os fenômenos de transformação (evaporação, difusão de gases, pressão osmótica), nos parecem ser regulados não pelas pressões parciais dos elementos sujeitos a transformação, mas, pura e simplesmente, pelas concentrações moleculares, as quais, por outro lado, são, em cada caso, proporcionais às assim chamadas pressões parciais, que carecem, a nosso ver, de existência física real.

#### LITERATURA CITADA

1. Rankine, W. J. Macquorn. Manuel de la Machine à Vapeur (traduit de l'anglais par G. Richard). Dunod Ed., 1878.
2. Chappuis, J. e M. Lamotte. Leçons de Physique Générale, Tome I. Gauthier-Villars et Cie., Ed., 1907.
3. Lecornu, L. Cours de Mécanique. Tome III. Gauthier-Villars et Cie., Ed., 1918.
4. Becquerel, J. Cours de Physique-Thermodynamique. Ed. Librairie Scientifique J. Hermann, 1924.
5. Dumanois, P. Moteurs à Combustion Interne. Librairie J. B. Baillière et Fils, 1924.
6. Boll, M. e A. Féry. Précis de Physique. Tome II. Dunod Ed., 1927.
7. Young, V. W. e G. A. Young. Elementary Engineering Thermodynamics. McGraw-Hill Book Co., 1936.
8. Bloch, E. Théorie Cinétique des Gaz. Librairie Armand Colin Ed., 1937.
9. Broglie, L. de. Matière et Lumière. Albin Michel Ed., 1937.
10. Fermi, E. Thermodynamics. Prentice-Hall, Inc., 1937.
11. Ubbelohde, A. R. An Introduction to Modern Thermodynamical Principles. Oxford at the Clarendon Press, 1937.
12. Chaussin, C. e G. Hilly. Chaleur et Thermodynamique. Dunod Ed., 1938.
13. Inchley's. Theory of Heat Engines. (Edited and revised by H. Wright Baker). Longmans, Green and Co., 1938.
14. Taylor, C. F. e E. S. Taylor. The Internal Combustion Engine. International Textbook Company, 1938.
15. Bruhat, G. Cours de Physique Générale-Thermodynamique. Masson et Cie., Ed., 1939.
16. Weber, H. C. Thermodynamics for Chemical Engineers. John Wiley and Sons, Inc., 1939.
17. Jeans, J. An Introduction to the Kinetic Theory of Gases. Cambridge at the University Press, 1940.
18. Foá, A. Misturador automático para motores a gás—Bragantia 3:151-154, fig. 1-1943.



# IDENTIFICAÇÃO COLORIMÉTRICA EM CITRUS

Osvaldo Bacchi

## INTRODUÇÃO

A moléstia dos citrus, inicialmente denominada "podridão das radículas", hoje, mui acertadamente, batizada com o nome de "tristeza", vem devastando pomares paulistas e fluminenses, de maneira assustadora, a ponto de constituir, no momento, problema de magna importância para a citricultura nacional.

O fato da "tristeza" ter sido verificada somente em laranjeiras (e limoeiros?), cujos "cavalos" são de *C. aurantium* L., constitue particularidade notável desta moléstia. Parece indicar até, tratar-se do mesmo mal que, em Java e África do Sul, impede se formem pomares sobre "cavalo" de *C. aurantium* L e que, na Argentina, exterminou aqueles formados sobre idêntico "cavalo".

O estudo da suscetibilidade dos diferentes "cavalos" apenas tem sido realizado satisfatoriamente, nos poucos pomares das Estações Experimentais da Divisão de Experimentação e Pesquisas (Instituto Agrônomo). Nas plantações particulares, ora pela carência de dados sobre plantio, ora pela falta de escrúpulo de alguns viveiristas, a identificação do porta-enxerto só tem sido possível quando há brotações esporádicas (ladrões). Assim, freqüentemente ficamos em dúvida quanto à sua identidade, não sendo possível saber sobre a suscetibilidade ou não das outras variedades.

Tivemos necessidade, portanto, de lançar mão de um processo rápido de identificação do "cavalo" usado. Em vista dos resultados satisfatórios obtidos em outros países citricultores com o método colorimétrico, decidimo-nos tentar o seu emprêgo.

No presente trabalho, realizado com material de alguns dos principais municípios citrícolas do Estado de São Paulo, damos os resultados das observações feitas e algumas considerações de caráter geral.

## BREVE REVISÃO DA LITERATURA

Baseando-se na quantidade variável de glucosídeos encontrada nas raízes dos citrus e no fato destes glucosídeos conterem fenóis, Hendriksen (3) fez, em 1928, as primeiras tentativas de determinação colorimétrica em *Citrus*. O seu método consistia: tratar um extrato aquoso de raízes frescas e moídas, com cloreto férrico. Das quatro variedades experimentadas (laranjas azêda e doce, grapefruit selvagem e limão rugoso), este método apenas deu algum resultado com o limão rugoso.



Mais tarde, Halma e Haas (1) realizaram com as mesmas variedades acima, novas experiências de identificação, com o emprêgo de numerosos reagentes químicos e com o extrato aquoso da casca do tronco, seca e moída. De todos os reagentes usados, o que melhores resultados deu, foi o de Almen, que é recomendado para os ácidos carbólico e salicílico. Este método parece ser suficiente para a identificação das quatro espécies examinadas; Halma e Haas (1) mencionam, entretanto, os reagentes molibdato de amônio, cloreto férrico e cloreto titanoso, que poderão ser usados em determinações suplementares, para auxiliarem e confirmarem as observações feitas com o reativo de Almen.

Halma (2) pouco tempo depois introduziu uma modificação no processo de Almen, que vantajosamente requer menor quantidade de extrato, e, por conseguinte, menor porção de casca. Maiores diferenças colorimétricas em menor espaço de tempo, vêm em refôrço desta modificação.

Um trabalho bastante extenso sobre o assunto, foi realizado, mais recentemente, por Marloth (4). Trabalhando na África do Sul, com os mesmos reagentes usados por Halma e Haas (1) na Califórnia (U.S.A.), obteve a identificação de quase todas as 15 diferentes espécies e variedades examinadas.

### MATERIAL E MÉTODO

Iniciamos o nosso trabalho, fazendo uso da casca tirada logo acima do colo da planta. Isto trazia certos inconvenientes: a) prejudicava bastante a planta, que, na maioria das vezes, pertencia a ensaios experimentais; b) incerteza, em alguns casos, de que se estava tomando material do "cavalo", em virtude de não se poder precisar a região do enxerto; c) possibilidade dos sais, empregados como preventivos nos troncos, influírem na reação. Em vista disso, resolvemos passar a empregar casca de raiz, com a qual desapareceriam as desvantagens acima enumeradas. Devemos lembrar, entretanto, que os resultados foram idênticos, quer usando-se casca do tronco, quer da raiz.

As primeiras determinações foram feitas com material colhido em Campinas; passamos, em seguida, a trabalhar com cascas de raiz coletadas em Limeira, Piracicaba e Ribeirão Preto. Demos, sempre, preferência aos "cavalos", cujos enxertos eram de laranjas doces (baía, baianinha, barão, pera, etc.) (*C. sinensis* Osbeck), que correspondem às combinações encontradas nas culturas, e, portanto, as que mais nos interessavam. Fizemos, também, algumas determinações em pés francos e em "cavalos" enxertados com limão Eureka; obtivemos, em todos êles, os mesmos resultados.

Quanto ao material usado, para facilidade de exposição, separamo-lo em dois grupos. No primeiro colocamos as seguintes espécies e variedades, que mais nos interessam e que constituem todos os "cavalos" possivelmente empregados no Estado: laranjas caipira e lima (*C. sinensis* Osbeck); limões rugosos da Flórida e nacional, ponderosa e gigante (*C. limonia* Osbeck); laranjas agro-sevilhana e agro-doce (*C. aurantium*

L.); tangerina cravo (*C. nobilis* Lour.); lima da Pérsia e limão cravo (*C. aurantifolia* Swingle); pomelo (*C. paradisi* Macf.) e *Poncirus trifoliata* Raf.. Incluímos no outro grupo, as espécies e variedades abaixo enumeradas, cujas observações foram realizadas, apenas para uma comparação mais completa entre os nossos resultados e os obtidos por Marloth (4): limões eureka e siciliano (*C. limonia* Osbeck); toranja vermelha (*C. maxima* Merrill); cidra (*C. medica* L.); kunquat Nagami (*Fortunela margarita* Swingle); tangelo (híbrido) e citrangequat (híbrido).

As observações feitas com as amostras deste segundo grupo, não entram, portanto, nas considerações no texto. Apenas utilizamos os dados referentes às variedades eureka e siciliano (Fig. 4) na discussão sobre a espécie *C. limonia* Osbeck.

O método por nós usado foi o mesmo estabelecido por Halma e Haas (2), ou seja: colher um pedaço de casca do tronco ou da raiz, que seja suficiente para dar 0,5 gr de pó. Deve-se fazer previamente, uma ligeira raspagem superficial, para eliminar as impurezas presentes. (As nossas amostras sofriam, no laboratório, uma limpeza ainda mais minuciosa das substâncias estranhas). Depois de seco em um forno, à temperatura de 70° C., o material é moído em gral de porcelana e passado por uma peneira 40. Do pó assim obtido, tomam-se 0,5 gr em um vaso da Boêmia e ajuntam-se 20 cc de água destilada. Alguns minutos depois, filtra-se a solução, lavando-se o resíduo do filtro com mais 10 cc de água.

Em virtude da embebição pelo papel de filtro e pelo próprio pó, obtêm-se mais ou menos 27 cc de extrato, que serão suficientes para 5 determinações, uma vez que se usem, para cada uma delas, 5 cc de extrato.

**Reagentes.** Os reagentes indicados por Halma e Haas (1), que também foram usados por Marloth (4), são, como já foi mencionado atrás, em número de quatro: o de Almen; molibdato de amônio; cloreto férrico e cloreto titanoso.

Vejamos, como estes reagentes devem ser preparados e usados (2) (4).

O reagente de Almen é praticamente o mesmo de Millon para albuminas e fenóis. O seu grau de sensibilidade é de 1:400.000.

Prepara-se do seguinte modo: dissolvem-se 160 gr de mercúrio metálico para análise em 160 gr de ácido nítrico fumegante (usamos o de densidade 1,52); acrescentam-se, depois de completada a reação, 320 cc de água destilada. Obtem-se, por fim, o reagente, eliminando-se por decantação o precipitado amarelo que se forma.

Para o seu emprêgo tomam-se 5 cc do extrato aquoso de casca em tubo de ensaio, acrescentam-se 2 gotas de hidróxido de potássio (empregamos a 10%) e 10 gotas de uma solução saturada de sulfato de cobre. Colocam-se, em seguida, 10 gotas do reagente e ferve-se em banho-maria durante alguns minutos. O exame poderá ser feito logo depois, sendo, entretanto, vantajoso esperar que o precipitado formado se deposite, para se poder realizar um exame mais criterioso.

Prepara-se o molibdato de amônio, dissolvendo-se 100 gr de ácido molíbdico em uma mistura de 144 cc de hidróxido de amônio e 271 cc de água destilada. Despeja-se vagarosamente esta solução em uma

mistura fria de 489 cc de ácido nítrico concentrado (não fumegante), (o empregado por nós era de densidade 1,4) e 1148 cc de água destilada. Êste reativo emprega-se (1) (4) juntando-se 10 gotas aos 5 cc de extrato aquoso de casca e fervendo-se por alguns minutos em banho-maria.

O cloreto férrico emprega-se em solução saturada, na proporção de 2 gotas para os 5 cc de extrato de casca. Após alguns minutos pode-se fazer a observação, sem necessidade de se ferver a solução.

Quanto ao cloreto titanoso, quarto e último reagente indicado, não nos foi possível, até o presente, a sua obtenção, motivo porque não o experimentamos.

## RESULTADOS OBTIDOS

**Reação de Almen** — As colorações obtidas com êste reagente, a-pesar-de não corresponderem totalmente com as observadas por Marloth (4), foram as que melhores resultados deram, dada a constância nas diversas determinações realizadas.

Com êste reativo conseguimos separar as 13 amostras examinadas, em três grupos bem distintos: 1) laranjas agro-sevilhana e agro-doce, que podemos reunir debaixo da designação única de laranja azêda (*C. aurantium* L.), com uma coloração **marrom-clara** (fig. 1); 2) laranjas caipira e lima (*C. sinensis* Osbeck) e limão gigante (\*) (*C. limonia* Osbeck), que apresentam coloração **rósea-violeta** (fig. 2); 3) tôdas as 8 amostras restantes, que dão soluções "quase incolores" (fig. 3). As diferenças notadas entre as espécies e variedades dêste último grupo, são representadas apenas por leves tonalidades, que não podem, a nosso ver, ser consideradas como suficientes para qualquer separação. Além disso, essas tonalidades variam freqüentemente de uma determinação para outra.

A reação de Almen mostrou-se vantajosa pelo fato de os seus resultados terem sido os mesmos, quer usando-se casca de raiz, quer do caule, tanto empregando-se material de "cavalo" (sob laranja doce ou limão eureca), como de pé franco. As variações, quando presentes, eram muito pequenas e em nada influíam nas determinações dos dois primeiros grupos.

Halma e Haas (1) acrescentam ainda, que os seus resultados não foram influenciados pela idade da árvore, época do ano em que foram tiradas as amostras e nem pela variedade enxertada; era indiferente também que a variedade estivesse como "cavalo" ou como enxerto.

Pelo quadro I, no qual comparamos as colorações obtidas por Marloth (4) com as por nós observadas, podemos ver que, infelizmente, foram grandes as diferenças nos resultados obtidos. Entretanto, entre as poucas confirmações, chamamos atenção para as verificadas com as

---

(\*) Êste limão, a-pesar-de dar uma coloração rósea-violeta um pouco mais avermelhada, deve ser incluído neste grupo, pois que a sua identificação é bastante difícil. Pederemos, entretanto, como veremos mais adiante, separá-lo da laranja doce (caipira e lima) por intermédio do cloreto férrico.



variedades de limões. Halma e Haas (1), e mais especialmente, Marloth (4), baseando-se nos seus resultados, dizem da possibilidade de se desdobrar a espécie *C. limonia* Osbeck em duas, uma constituída pela variedade limão rugoso e outra, pelas demais variedades, cujos representantes seriam os limões eureka e lisbon.

Pelas nossas observações, que foram realizadas com 6 variedades de *C. limonia* Osbeck, confirmamos a nítida diferença colorimétrica entre os limões rugoso (da Flórida ou nacional) e eureka, bem como, verificamos, de acôrdo com a hipótese acima, que os limões siciliano e gigante devem ser colocados entre as demais variedades do 2.º grupo (eureka e lisbon). Apenas teríamos que fazer, em vista do resultado obtido com a variedade ponderosa (que possivelmente não foi examinada pelos citados autores), pequena alteração na constituição dos dois grupos, incluindo esta variedade no grupo do limão rugoso.

**Reação do molibdato de amônio.** O molibdato de amônio, em vista de certos fatos que passaremos a expor, e a-pesar-de ter sido o reagente com o qual mais trabalhamos, foi o que deu os resultados mais negativos.

Tôdas as determinações com êste teste, feitas conforme o método de Halma e Haas (1) usando-se 5 cc de extrato aquoso e 10 gotas do reagente, foram totalmente inúteis; as soluções apresentavam-se amarelas, com mínimas diferenças de tonalidades.

Sempre preparando novas soluções do reagente, e seguindo com a máxima atenção todos os requisitos julgados necessários e essenciais por Marloth (4) fizemos muitas outras tentativas, obtendo sempre os mesmos resultados.

A obtenção de bons resultados com êste método reside, segundo Marloth (4), na questão da acidez do reagente; afirma êste autor que "a intensidade da coloração produzida com tôdas as espécies de citrus, depende do reagente ser o mais neutro possível".

Entretanto, como preparássemos o reativo, precisamente de acôrdo com as proporções estabelecidas, era natural que considerássemos a acidez do molibdato, como sendo a desejada, ou, pelo menos, muito próxima dela. Fazíamos, então, como é aconselhado, a variação dessa acidez, nos diversos ensaios, apenas com a adição de algumas gotas de hidróxido de potássio (a 10%).

Em virtude dos resultados sempre contraditórios e da importância atribuída à acidez, resolvemos determinar o pH do nosso reagente. Constatamos, então, contra nossas expectativas, ser impossível fazer-se a determinação do pH, tal a quantidade de ácido que o reagente continha.

Supondo, naturalmente, que a causa dos nossos insucessos fôsse devida a essa excessiva quantidade de ácido (excesso êsse, possivelmente proveniente da maior concentração do ácido por nós usado), experimentamos ainda novas determinações com êste reagente, modificando-o, porém, de maneira a obtê-lo com uma acidez próxima do neutro. Depois de algumas tentativas, sòmente conseguimos obtê-lo nestas con-

## QUADRO I

COMPARAÇÃO ENTRE AS COLORAÇÕES OBTIDAS POR MARLOTH E POR NÓS,  
COM A REAÇÃO DE ALMEN

Resultados de Marloth		Resultados nossos	
Amostras	Colorações	Amostras	Colorações
Sour Orange (Bitter Seville)	light brown	Agro-doce e agro-sevilhana	marrom-clara
Sweet Orange	pink	Laranja lima e caipira	róseo-violeta
Lime	light pink	Lima da Pérsia e limão cravo	quase incolor
Tangerine (Naartjie)	almost colorless	Tangerina cravo	quase incolor
Grapefruit	light brown pink	Pomelo	quase incolor
Rough lemon	almost colorless	Limões rugosos da Flórida e nacional	quase incolor
Lemon	dark brown	Limão ponderosa	quase incolor
		Limão gigante	róseo-violeta (avermelhada)
		Limões eureka e siciliano	marrom-escuro (avermelhada)
P. trifoliata	almost colorless (green tint)	P. trifoliata	quase incolor
Citron	very light brown	Cidra	quase incolor
Shaddock	almost colorless (purple tint)	Toranja melancia	marrom-clara
Kunquat	almost colorless (green tint)	Kunquat Nagami	quase incolor
Tangelo	light pink	Tangelo	róseo-violeta
Citrange	light pink	Citrangquat	marrom-violeta
Limequat	light brown	—	—
Citrus mitis	deep pink	—	—

dições (com  $\text{pH}=6,5$ ), fazendo uma modificação acentuada na segunda solução, que passou a ser preparada com 160 cc de ácido nítrico (densidade = 1,4) a 30% e 400 cc de água. Os resultados obtidos com este novo reagente, cuja quantidade de ácido foi, aproximadamente, 4,5 vezes menor do que a indicada, não foram, no entanto, mais vantajosos que os anteriores.

Insistindo ainda, com as nossas tentativas, fizemos as mais variadas e profundas alterações no método, como, por exemplo, o emprêgo simultâneo do molibdato com violeta gentiana e sulfato de cobre. E, entre os resultados obtidos com estas modificações, alguns mostraram-se bastante interessantes, pelo fato de terem sido os que mais se aproximaram dos desejados. A coloração azul escura com o limão rugoso, que, segundo Marloth (4), é uma das maiores dificuldades, foi conseguida em muitas das combinações acima. Estes resultados, que seriam suficientes para a identificação de mais algumas variedades ainda não determinadas, continuaram, entretanto, sem utilidade prática, dada a enorme variabilidade dos mesmos nas diversas repetições.

Dêste modo, se bem que os resultados assim obtidos fôsem menos desanimadores, decidimos não prosseguir nos nossos trabalhos com este reativo, em vista da dificuldade de obtenção de material, que se tornava cada vez mais acentuada. Esta dificuldade deriva, como dissemos no início do presente trabalho, do fato da maioria dos "cavalos" necessários pertencer a ensaios experimentais.

**Reação do cloreto férrico.** Com tôdas as espécies e variedades, este reagente dá uma coloração marrom, formando série, cujos termos se diferenciam por pequenas variações na intensidade da cor e pela formação ou não de mínimas quantidades de precipitado. Sômente as diferenças entre os termos extremos desta série, podem ser, portanto, consideradas como úteis.

Dêste modo, as determinações com o cloreto férrico seriam valiosas, em combinação com os resultados obtidos pelo emprêgo dos reagentes anteriores. Seria um reativo auxiliar do de Almen e do molibdato de amônio.

Como, porém, os reativos anteriores não deram resultados plenamente satisfatórios, o cloreto férrico tornou-se, para nós, de pequenas possibilidades práticas. Salientamos, entretanto, entre os resultados obtidos, os constatados com a laranja doce (caipira e lima) (Fig. 5) e limão gigante (Fig. 6), que se acham representados no quadro II. Estas duas espécies, que pelo reativo de Almen são grupadas, podem, agora, ser separadas e identificadas. (\*)

---

(\*) Como a laranja lima não constitui ainda um "cavalo" comercialmente conhecido e, dada a posição exatamente oposta da laranja caipira nesse particular, podemos, com probabilidades mínimas de erro, considerar como **caipira**, tôda a amostra que der a coloração **rósea-violeta** com o Almen e **marrom-clara** com o cloreto férrico.



## QUADRO II

RESULTADOS DE INTERESSE PRÁTICO OBTIDOS COM O CLORETO FÉRRICO

Espécies e variedades	Colorações
Laranja doce (Caipira e lima)	marrom (bastante turva)
Limões eureka, siciliano e gigante	marrom-escuro (límpida)
Limões ponderosa e rugosos da Flórida e nacional	marrom-clara (pouco turva)

Com relação à hipótese formulada por Marloth (4) a respeito da separação da espécie *C. limonia* Osbeck em duas, nada temos a acrescentar, pois tôdas as considerações feitas ao tratarmos da reação de Almen, foram confirmadas pelos resultados aquí verificados (quadro II).

## CONCLUSÕES

Do exposto, podemos concluir que, em nosso meio, a identificação colorimétrica dos "cavalos" de *Citrus* não apresenta as mesmas possibilidades que as obtidas em outros países.

Apenas os reagentes de Almen e o cloreto férrico deram algum resultado, permitindo identificação de algumas das diversas espécies e variedades. Dado, porém, o fato feliz para nós, destes reagentes permitirem, com certa segurança, a identificação dos "cavalos" **azêda** e **caipira**, êles se apresentam bastante úteis, pois os nossos pomares são, na sua grande maioria, enxertados em um destes dois "cavalos".

Como resumo dos nossos resultados, damos, no quadro III, todos os dados julgados valiosos e de reais possibilidades na identificação colorimétrica. Como foi observado no texto, somente levamos em consideração, neste quadro, as espécies e variedades, que possam ser encontradas como "cavalo" em nosso Estado.

## QUADRO III

Espécies e variedades	Reação de Almen	Reação do cloreto férrico
Laranja azêda	marrom-clara	—
Laranja doce (Caipira e lima)	róseo-violeta	marrom (bastante turva)
Limão gigante	róseo-violeta	marrom-escuro (límpida)
As 8 restantes espécies e variedades	quase incolor	—

## AGRADECIMENTOS

O autor agradece ao sr. Coarací M. Franco, pelos valiosos auxílios prestados na execução dêste trabalho ; aos srs. Sílvio Moreira, Antônio José Rodrigues Filho e Felipe W. C. de Vasconcelos, pela obtenção do material.

## SUMMARY

In order to study the susceptibility of the various stocks with regard to the new disease "tristeza" ('sadness'), a quick and accurate identification of the stock is required. In orchards this cannot be done in most cases as stocks do not always exhibit sprouts and on account of erroneous information frequently given by owners.

We have tested the colorimetric identification, already employed in other countries. This identification is based on the differences of color obtained in the watery extract of the bark taken from the trunk or from the root, when treated by special reagents.

The results obtained are somewhat different from those described by the authors of the method. This is perhaps due to variation in environmental conditions.

Only the Almen and ferric chloride tests gave satisfactory results, making it possible to arrange the species and varieties examined into four groups: (1) *C. aurantium* L.; (2) *C. sinensis* Osbeck; (3) *C. limonia* Osbeck ("gigante" variety) and (4) all the others.

Although deficient in certain respects the test is valuable, permitting us to identify the stocks of orange trees, **azedo** as well as **caipira** the most employed in the citrus orchards of the State of S. Paulo.

## LITERATURA CITADA

1. **Halma, F. F. e A. R. C. Haas.** Identification of certain species of citrus by colorimetric tests. *Plant Physiology* **4**:265-68. 1929.
2. **Halma, A. F.** Scion influence in citrus. *The Jour. Pomol. and Hort. Sci* **12**:99-104. 1934.
3. **Hendriksen, H. C.** Identification of citrus budding stock: Porto Rican method for testing root system. *Florida Grower* **36**:14-15. 1928.
4. **Marloth, R. H.** Notes on colorimetric tests for citrus species. *The Jour. Pomol. and Hort. Sci.* **14**:1-8. 1936.







Fig. 1

Fig. 2

Fig. 3

Fig. 4

**Colorações obtidas com reagente de Almen**

Fig. 1 — Laranja azêda (*C. aurantium* L.)

Fig. 2 — Laranja caipira (*C. sinensis* Osbeck)

Fig. 3 — Limão rugoso da Flórida (*C. limonia* Osbeck)

Fig. 4 — Limão siciliano (*C. limonia* Osbeck)





Fig. 5

Fig. 6

Fig. 7

**Colorações obtidas com o cloreto férrico**

Fig. 5 — Laranja caipira (*C. sinensis* Osbeck)

Fig. 6 — Limão gigante (*C. limonia* Osbeck)

Fig. 7 — Limão rugoso da Flórida (*C. limonia* Osbeck)





## SECÇÕES TÉCNICAS

**Secção de Agro-Geologia:** — J. E. de Paiva Neto, Marger Gutmans, Mário Seixas Queiroz, José Setzer, Luiz Antônio Maciel, Alcir Cesar do Nascimento, Alfredo Kupper, Renato Almicare Catani.

**Secção de Botânica:** — A. P. Viégas, Coaraci M. Franco, A. Sousa Lima, Paulo V. C. Bittencourt, Alcides Ribeiro Teixeira, Luiza Cardoso.

**Secção de Café:** — J. E. Teixeira Mendes, Antônio J. Sousa, João Aloisi Sobrinho, Romeu Inforzato.

**Secção de Cereais e Leguminosas:** — Gláuco Pinto Viégas, Neme Abdo Neme, H. Silva Miranda, Heitor de Castro Aguiar, Paulo Bruhms Filho, Milton Alcovér.

**Secção de Fumo e de Plantas Inseticidas e Medicinais:** — Abelardo Rodrigues Lima, S. Ribeiro dos Santos, Ademar Jacob, Edmar J. Kiehl.

**Secção de Cana de Açúcar:** — José Vizioli, Sebastião de Campos Sampaio, C. de Castro Neves.

**Secção de Oleaginosas:** — Pedro T. Mendes, Otacílio Ferreira de Sousa, Joaquim Bento Rodrigues.

**Secção de Química Mineral:** — Otávio Sães, João B. C. Neri Sobrinho, Afonso de Sousa Gomide, José Benedito Flaquer.

**Secção de Raízes e Tubérculos:** — J. Bierenbach de Castro, Edgard S. Normanha, A. P. Camargo, Olavo J. Boock, Araken Soares Pereira.

**Secção de Tecnologia Agrícola:** — Augusto Frota de Sousa, Francisco A. Correia, Flávio Beltrame, José Pio Neri, Ari de Arruda Veiga.

**Secção de Fisiologia e Alimentação das Plantas.**

**Secção de Tecnologia de Fibras.**

**Secção de Técnica Experimental e Cálculos.**

## ESTAÇÕES EXPERIMENTAIS

Boracéia:	{	Paulo Cuba.
Central de Campinas:		Rafael Munhoz.
Ubatuba:		

Jundiá: — E. Palma Guíão.

Limeira: — A. J. Rodrigues Filho.

Pindorama: — Rubens A. Bueno.

Piracicaba: — Homero C. Arruda.

Ribeirão Preto: — Roberto Rodrigues, O. Augusto Mamprim, Antônio Gentil Gomes

São Roque: — J. Seabra Inglês de Sousa.

Sorocaba: — Orlando A. Figueiredo.

Tatui: — José Moreira Sales.

Tietê: — Miguel A. Anderson.

Tupí: — Argemiro Frota.

## SUB-ESTAÇÕES EXPERIMENTAIS

Capão Bonito — José Moreira Sales.

Mococa — Lineu C. Sousa Dias.

Jau	{	Hélio de Moraes.
Pederneiras		

Santa Rita — Manoel Saraiva Júnior.

Monte Alegre — Vicente Gonçalves de Oliveira.

Pindamonhangaba —

S. Bento do Sapucaí —



COMPÔS E IMPRIMIO  
INDÚSTRIA GRÁFICA SIQUEIRA  
*Salles Oliveira & Cia. Ltda.*  
RUA AUGUSTA, 285 \* SÃO PAULO